

An aerial, top-down view of a city street grid, showing a dense arrangement of tall buildings and streets. The perspective is centered on a street intersection, with buildings on all sides. The image is in grayscale, with a dark, moody atmosphere. The text is overlaid in white, sans-serif font.

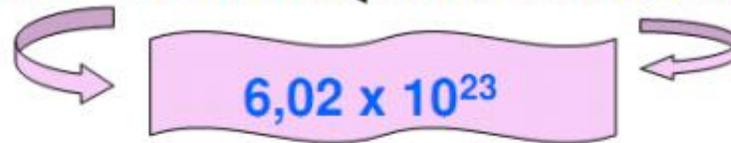
# CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

IURY CANDIDO

# O número de mols

Em todos os processos químicos relaciona-se as quantidades de cada substancia baseado no conceito de mols.

**MOL – NÚMERO FIXO DE PARTÍCULAS**



1 mol de moléculas de H<sub>2</sub>O    6,02 x 10<sup>23</sup> moléculas de H<sub>2</sub>O  
(**602 sextilhões**)

1 mol de átomos de C

6,02 x 10<sup>23</sup> átomos de C

1 mol de íons de Na<sup>+</sup>

6,02 x 10<sup>23</sup> íons de Na<sup>+</sup>

1 mol de N

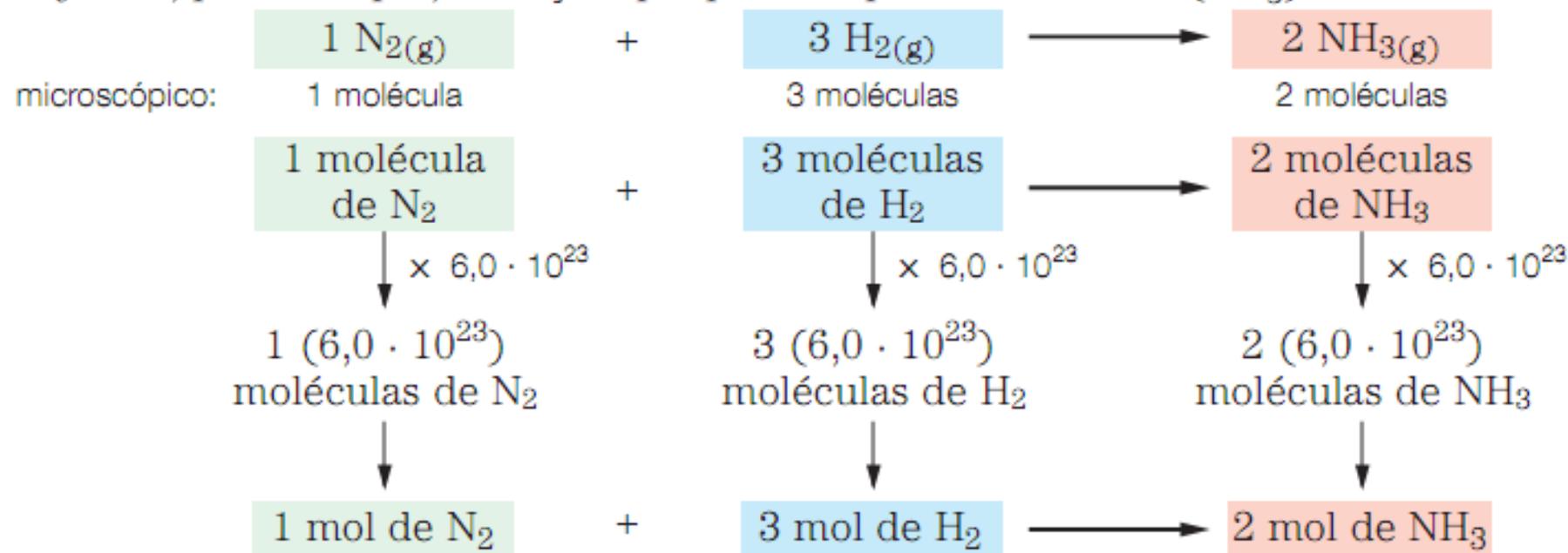
6,02 x 10<sup>23</sup> de átomos de N

1 mol de N<sub>2</sub>

602 x 10<sup>23</sup> de moléculas de N<sub>2</sub>

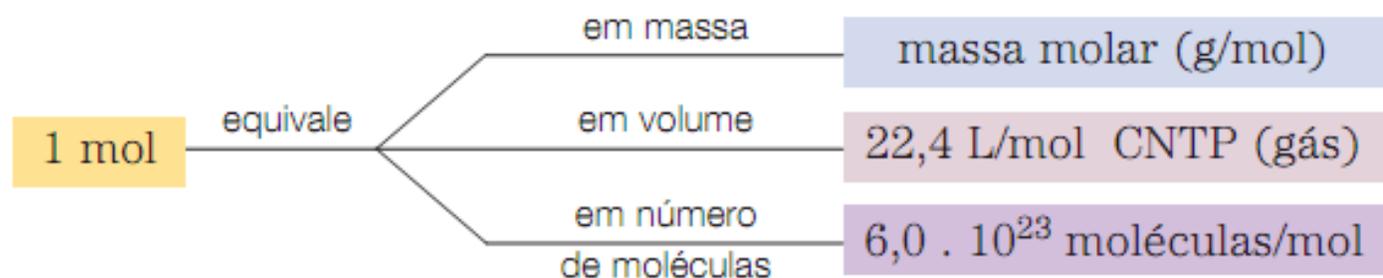
## OS COEFICIENTES E A QUANTIDADE DE SUBSTÂNCIA (MOL)

Vejamos, por exemplo, a reação que permite produzir amônia ( $\text{NH}_3$ ):



Essa conclusão, de grande importância, mostra que os coeficientes de cada substância, numa equação balanceada, correspondem aos números de mol de cada um dos participantes.

A quantidade de matéria em **mol** pode ser expressa em outras grandezas, tais como: massa em gramas, volume de gases e, ainda, número de moléculas.



Conhecendo as massas atômicas do nitrogênio (N = 14) e do hidrogênio (H = 1), pode-se interpretar a equação de formação da amônia de várias maneiras:

Interpretação	1 N <sub>2(g)</sub>	+ 3 H <sub>2(g)</sub>	→ 2 NH <sub>3(g)</sub>
molecular	1 molécula 1 ( $6,0 \cdot 10^{23}$ ) moléculas	3 moléculas 3 ( $6,0 \cdot 10^{23}$ ) moléculas	2 moléculas 2 ( $6,0 \cdot 10^{23}$ ) moléculas
número de mol	1 mol	3 mol	2 mol
massa	28 g	6 g	34 g
volume (CNTP)	22,4 L	67,2 L	44,8 L

O que foi demonstrado para a reação de formação da amônia é válido para qualquer reação química, o que permite prever as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação.

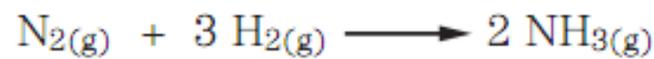
Veja, em outros exemplos, como são feitas as adequações.

- calcular o número de mol de amônia produzido na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.



A equação, que nos foi fornecida devidamente balanceada, indica a proporção em mol dos participantes.

Assim:



interpretação: 1 mol \_\_\_\_\_ 2 mol

então: 5 mol \_\_\_\_\_ x

$$x = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow x = 10 \text{ mol de NH}_3$$

# RELAÇÃO MASSA - MASSA

QUANDO O EXERCÍCIO TE **INFORMA UMA MASSA** E SOLICITA UMA **RESPOSTA EM MASSA**.

## PROCEDIMENTO:

1. BALANCEAR O PROCESSO
2. SUBSTITUIR EM BAIXO DE CADA RESPECTIVO PARTICIPANTE A MASSA INFORMADA E A ICÓGNITA (PARA CHEGAR AO RESULTADO).
3. COMPLETAR EM AMBOS OS LADOS COM MASSA MOLAR X COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO.

## EXEMPLO:

A obtenção de hidrogênio em laboratório pode ser feita pela reação entre zinco metálico e ácido sulfúrico, representada abaixo:



Considerando rendimento de 100 %, a massa, em gramas, de hidrogênio que pode ser obtida pela reação de 130 g de zinco com ácido sulfúrico em excesso é

## EXEMPLO 02:

**(UFAM)** O sulfato de alumínio  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  é um produto químico amplamente utilizado na indústria de papel e nas estações de tratamento de água. O  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  pode ser produzido reagindo bauxita, rica em  $\text{Al}_2\text{O}_3$  com ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , de acordo com a reação não balanceada:



Partindo-se de 306g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  e quantidade de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  suficiente, a quantidade máxima de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  formada é:

# RELAÇÃO MOL – MOL (RARO)

O EXERCÍCIO TE **INFORMA A QUANTIDADE DE MOLS** DE UM PARTICIPANTE E SOLICITA UMA **RESPOSTA EM MOL.**

## PROCEDIMENTO:

1. BALANCEAR O PROCESSO
2. SUBSTITUIR EM BAIXO DE CADA RESPECTIVO PARTICIPANTE O NUMERO DE MOLS E A ICÓGNITA (PARA CHEGAR AO RESULTADO).
3. COMPLETAR EM AMBOS OS LADOS COM OS RESPECTIVOS COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICOS.

# EXEMPLO:

**Na combustão ocorrente no motor do carro entram no sistema catalisador gases poluentes como o monóxido de carbono e saem na descarga gases inofensivos mediante novos processos químicos ocorrentes no interior do sistema catalisador.**

**Se na entrada do catalisador forem introduzidos 20 mols de monóxido de carbono, quantos mols de oxigênio molecular serão gastos e quantos mols de gás carbônico serão eliminados supondo a reação simples entre o monóxido de carbono e oxigênio molecular?**

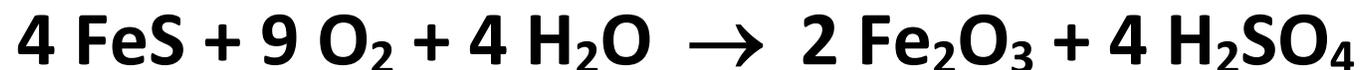
# RELAÇÃO MOL – MASSA

O EXERCÍCIO TE INFORMA UMA QUANTIDADE EM MASSA E SOLICITA O RESULTADO EM MOL. O CONTRÁRIO TAMBÉM PODE OCORRER.

1. BALANCEAR O PROCESSO
2. SUBSTITUIR EM BAIXO DE CADA RESPECTIVO PARTICIPANTE O NÚMERO DE MOLS (OU A MASSA) E A ICÓGNITA (PARA CHEGAR AO RESULTADO).
3. COMPLETAR DO LADO DA MASSA COM A MASSA MOLAR X COEFICIENTE ESTEQUIOMETRICO E DO LADO DO MOL COM SOMENTE O COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO.

## EXEMPLO:

O sulfeto de ferro pode ser usado como matéria prima para produção de ácido sulfúrico como indicado na reação.



Numa reação completa e com FeS como reagente limitante, a massa desse sulfeto metálico que mais se aproxima da necessária para produzir 10 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é: